

Fisica Tecnica

Tre sono le ramificazioni della Fisica Tecnica, la Termodinamica applicata, la Trasmissione del calore e il Condizionamento ambientale. Tra loro sono accomunate dal concetto di Energia, l'elemento che le rende consequenziali senza soluzione di continuità.

Difficile è definire il concetto di Energia. Possiamo solo notare che essa esiste in due forme principali: in transito, se attraversa il confine del sistema, o immagazzinata, se è associata ad la massa di un corpo che ha una certa posizione in un campo.

Oppure è possibile individuare sei forme energetiche relative ai fenomeni fisici che accompagnano le trasformazioni energetiche:

- meccanica: comprende lavoro, energia potenziale e cinetica;
- elettrica: flusso o accumulo di elettroni;
- elettromagnetica: radiazioni prive di massa;
- chimica: energia accumulata nei legami;
- nucleare: energia accumulata nei nuclei degli atomi;
- termica: comprende calore latente e sensibile. Tutte le altre forme possono essere totalmente convertite in energia termica, cioè in calore.

Come si può facilmente intuire, la Fisica Tecnica parte da un'analisi riguardante in concetto legato all'energia termica per poterli applicare in ambito tecnico alla Trasmissione e al condizionamento.

Proprietà termodinamiche e unità di misura

La termodinamica classica si basa su due concetti, quello di macroscopico e quello di continuo. Le scale delle lunghezze e dei volumi del sistema è molto grande rispetto alle dimensioni molecolari e il sistema contiene un enorme numero di particelle. I due concetti si adattano a quasi tutti i sistemi, tranne nel caso dei gas rarefatti.

Una proprietà termodinamica è una caratteristica macroscopica del sistema il cui valore può essere assegnato in un dato istante senza conoscere le storie del sistema, cioè come il sistema ha fatto raggiungere tale valore.

Ad esempio se dico che la mia temperatura corporea esterna ora è 36°C do un'informazione completa, senza bisogno di dire come il mio corpo ha raggiunto tale temperatura. Formando i valori di più proprietà termodinamiche in un dato istante (ad esempio temperatura e volume) definisco lo stato termodinamico del sistema.

Alcune proprietà sono direttamente misurabili, altre ottenibili mediante moltiplicazioni o divisioni. Le proprietà sono estensive se legate alla quantità di materiale presente nel sistema, intensive se indipendenti da essa. Dividendo per la massa le proprietà estensive diventano intensive. Infine esistono proprietà additive (volume, massa), cioè sommabili per ottenere il valore totale di una proprietà, e non additive, come la temperatura.

Ecco alcune proprietà termodinamiche:

- densità e volume specifici:

$$\rho = \frac{M}{V}$$

$[\text{kg/m}^3]$

$$v = \frac{1}{\rho} = \frac{V}{M}$$

$[\text{m}^3/\text{kg}]$

- peso specifico:

$$\gamma = \frac{F_{\text{peso}}}{V} = \frac{M \cdot g}{V} = \rho \cdot g \quad \left[\frac{\text{N}}{\text{m}^3} \right]$$

- pressione:

$$p = \frac{F}{A}$$

Misurabile in pascal o con altre unità tali che:

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

$$10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$$

$$101325 \text{ Pa} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$133,322 \text{ Pa} = \rho_{\text{Hg}} \cdot g \cdot h = 13594,6 \text{ kg/m}^3 \cdot 9,81 \text{ m/s}^2 \cdot 0,001 \text{ m} = 1 \text{ bar}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ bar} = 1 \text{ mmHg}$$

Ricordiamo che:

$$\text{pascal} = \text{pascals} + \text{pabm}$$

- temperatura: misura media dello stato termico delle particelle di un corpo. Su di essa si basa il principio zero della termodinamica: "Quando due corpi A e B sono in equilibrio termico con un terzo corpo C, i due corpi A e B sono in equilibrio termico tra loro e si dice che tutti e tre i corpi hanno la stessa temperatura". Su ciò si basa la possibilità di usare il termometro per confrontare lo stato termico dei corpi.

Nel SI la temperatura si misura in Kelvin:

$$t(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15^{\circ}\text{C}$$

Con $1^{\circ}\text{C} = 1 \text{ K}$ (intervallo). Un'altra scala è quella Fahrenheit, che non solo è spostata, ma cambia anche l'intervallo:

$$t(^{\circ}\text{F}) = 32 + \frac{9}{5} t(^{\circ}\text{C}) \Leftrightarrow t(^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9} (t(^{\circ}\text{F}) - 32)$$

C'è infine il grado Rankine:

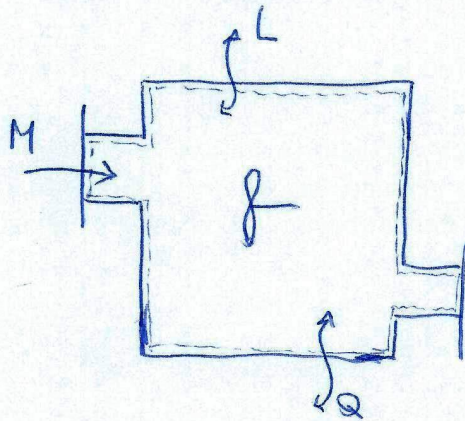
$$t(^{\circ}\text{R}) = t(^{\circ}\text{F}) + 459,67 \quad 1^{\circ}\text{F} = 1^{\circ}\text{R} \text{ (intervallo)} \quad 1 \text{ K} = \frac{9}{5}^{\circ}\text{R} = 1,8^{\circ}\text{R} \text{ (intervallo)}$$

Il sistema termodinamico

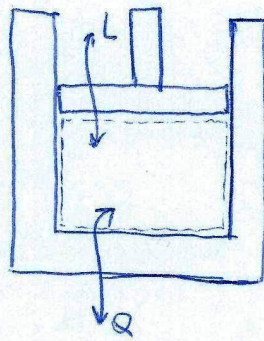
Un sistema è una porzione di spazio, reale o più comunemente che contiene una certa massa, delimitata da una superficie immaginaria detta confine, che è oggetto di studio.

Tutto ciò che non è racchiuso dal confine si dice esterno.
Un sistema può essere:

- aperto, se scambia sia energia che materia con l'esterno. In tal caso si dice "volume di controllo";



- chiuso, se scambia energia, ma non materia. In tal caso si dice "massa di controllo";



- isolato, se non scambia né energia né materia. È in realtà un caso particolare del sistema chiuso, cioè si ha $\text{energia scambiata} = 0$.

Per definire lo stato di un sistema termodinamico basta definire due sole grandezze di stato.

Una orgente è un sistema in grado di cambiare la temperatura di un corpo senza modificare la propria.

Equilibrio termodinamico e trasformazioni termodinamiche

Un sistema è in equilibrio termodinamico se si hanno:

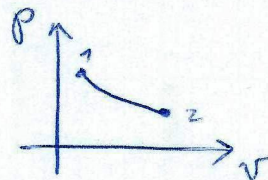
- equilibrio termico, cioè uniformità di temperatura nel sistema e sul suo confine;
- equilibrio chimico, cioè non ci sono reazioni chimiche in atto;
- equilibrio di fase, cioè non ci sono transizioni di fase;
- equilibrio dinamico o meccanico, se le forze interne sono bilanciate con quelle esterne, cioè $F_{ext} = F_{int}$

Insieme l'equilibrio termodinamico è una pura astrazione

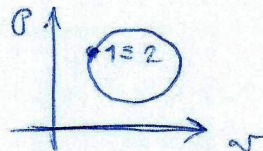
Nella nostra analisi considereremo le trasformazioni termodinamiche, che le proprietà del sistema cambiano nel tempo (trasformazione), ma lo stato passa da una condizione di equilibrio termodinamico iniziale a un'altra condizione di equilibrio termodinamico finale (che può anche coincidere con quella iniziale).

La trasformazione termodinamica può essere:

- aperta, se lo stato finale è diverso da quello iniziale



- chiusa, se lo stato finale coincide con quello iniziale



Le trasformazioni avvengono grazie agli scambi di lavoro e

- di calore tra il sistema e l'esterno

Nel seguito, dopo aver introdotto i due Principi, ne analizzeremo alcune notevoli.

Scambio di Lavoro

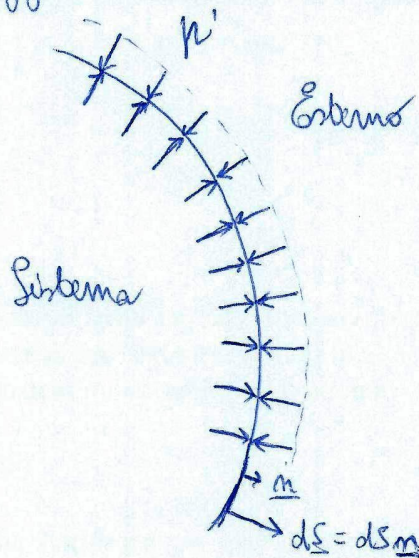
In meccanica il lavoro è definito come il prodotto scalare tra vettore forza e vettore spostamento. In termodinamica la forza è la risultante delle forze che agiscono sul confine del sistema, lo spostamento è quello della superficie di confine. Se consideriamo il lavoro infinitesimo abbiamo:

$$dL^* = - \sum_{\text{conf}} \underline{F}_c \cdot d\underline{S}$$

Il puntino indica che il lavoro è esterno, cioè non riferito all'unità di massa. Le forze positive sono quelle esterne, dunque il lavoro compiuto sul sistema dall'esterno risulterà negativo. Viceversa le forze interne sono negative, quindi il lavoro il sistema compie sull'esterno sarà positivo.

Secondo Patricari: "Si dice che un sistema compie lavoro positivo sull'esterno, durante una determinata trasformazione, se il sistema può essere in grado di eseguire la stessa trasformazione avendo come unico effetto, in tutto ciò che è esterno, il sollevamento di un peso".

Abbiamo ora adattare la formula precedente ai sistemi fluidi, di maggior interesse termodinamico:



$$\begin{aligned} dL^* &= - \underline{F} \cdot d\underline{S} = - p' \cdot A \cdot dS \cdot \cos 180^\circ = \\ &= p' A \cdot dS = p' \cdot dV = M p' \frac{dV}{M} = \\ &= M p' \cdot dv \end{aligned}$$

Con dv variazione elementare di volume specifico. Intensivamente:

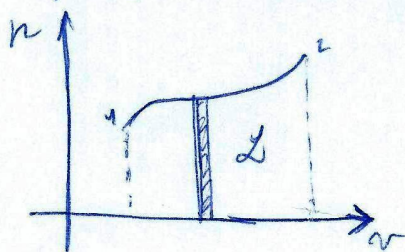
$$dL = \frac{dL^*}{M} = p' dv$$

Abbiamo considerato p' pressione esterna, ma sarebbe molto più conveniente usare quella interna p . Assumeremo

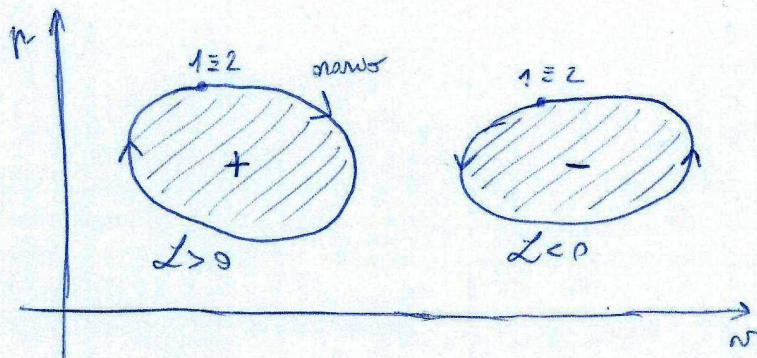
quindi che la pressione sul confine sia uniforme e costante nel tempo. Allarghiamo tale ipotesi anche all'interno del sistema. Possiamo allora dire $p' = p$. Se la trasformazione è reversibile;

La trasformazione avviene così lentamente che tra due stati termodinamici successivi non c'è differenza:

$$dL = p dv \Rightarrow L_{1,2} = \int_1^2 p dv$$



Per trasformazione reversibile chiusa:



$$dv > 0 \Rightarrow dL > 0$$

(dilatazione)

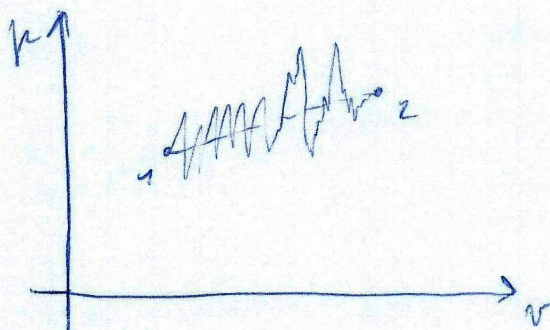
$$dv = 0 \Rightarrow dL = 0$$

(isocora)

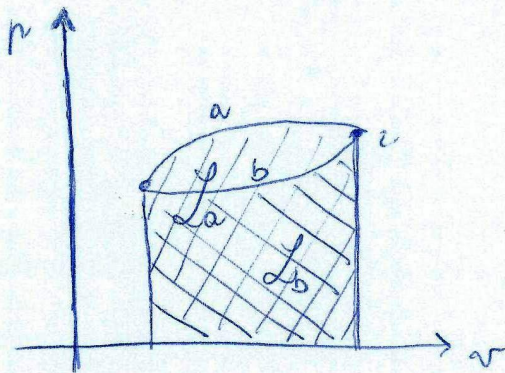
$$dv < 0 \Rightarrow dL < 0$$

(contrazione)

Se la trasformazione è irreversibile non le si può rappresentare graficamente:



Il lavoro non è una funzione di stato:



Per passare da 1 a 2 si possono percorrere infinite strade. La a è un lavoro L_a , la b un lavoro L_b differente da L_a .

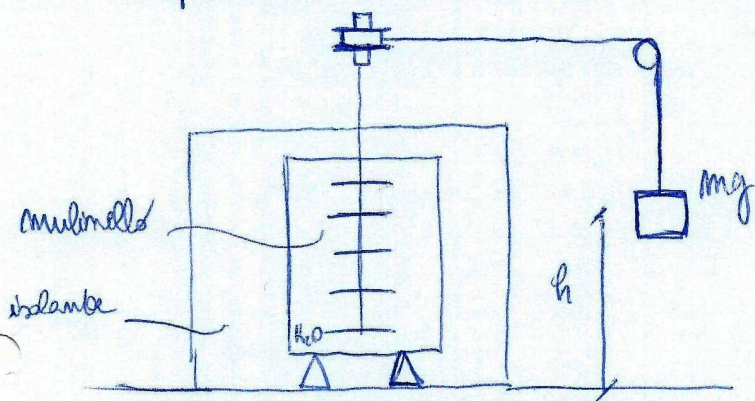
Per questo il lavoro non è una funzione di stato; non basta conoscere gli stati iniziale e

finale, bisogna sapere anche qual è stato il cammino compiuto.

Scambio di calore

Lo scambio di calore è l'interazione tra corpi che si trovano a diverse temperature. Deve esistere un sistema che interagisca con l'elemento esterno. Allora si può dire che lo scambio è l'interazione tra sistema ed esterno che non comporta solo calore, ma anche lavoro.

Joule realizzò un dispositivo che permette di ottenere scambio di calore partendo da uno scambio di lavoro:



Lasce cadere il peso, esso aziona il multimetro che riscalda l'acqua. Il lavoro della forza peso viene convertito in calore per effetto dell'attrito viscoso del fluido:

$$L = -(mgh - \frac{1}{2} m v^2)$$

Valle la legge di equivalenza di Mayer:

$$L = J^* \cdot Q$$

$$J^* = \frac{L}{Q} = 4,187 \frac{J}{cal}$$

Essa fornisce l'equivalenza tra joule e calorie: ogni qualvolta la forza peso esegue un lavoro di $4,187 J$ l'acqua riceve $1 cal$.

Una calorie è la quantità di calore necessaria a far aumentare da $14,5^\circ C$ a $15,5^\circ C$ la temperatura di un grammo di acqua distillata a pressione atmosferica.

Mentre tutto il lavoro può essere trasformato in calore, non vale il viceversa. Sussiste dunque una dissimmetria operativa tra calore e lavoro.

Come il lavoro, il calore non è una funzione di stato. Estensivamente si indica $Q [kJ]$, intensivamente $Q [\frac{kJ}{kg}]$. Procedendo lentamente, una trasformazione che coinvolge $[\frac{kJ}{kg}]$ scambio di calore può essere approssimata alla reversibilità. Il calore è convenzionalmente positivo se entra nel sistema, negativo se esce.

Può essere scambiato in vari modi: conduzione, convezione e irraggiamento.